

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ

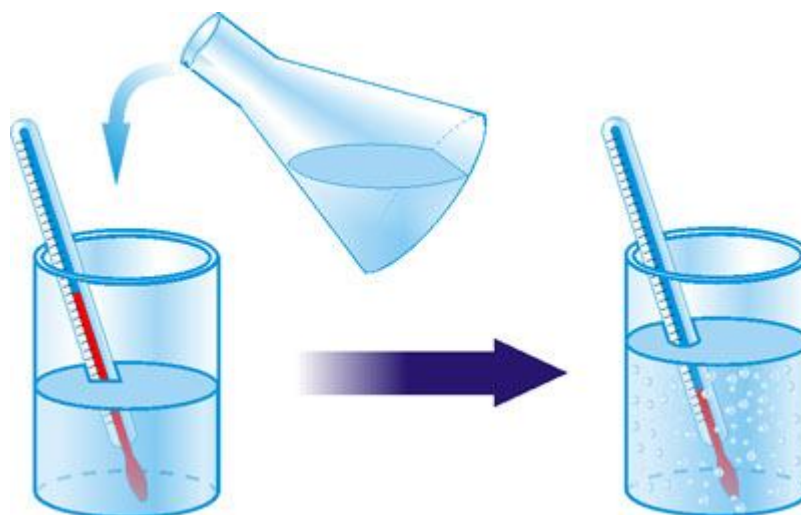
**ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ  
МІСЬКОГО ГОСПОДАРСТВА імені О. М. БЕКЕТОВА**

**М. В. ДЕГТЯР**

**ФІЗИКА ВОДИ**

**КОНСПЕКТ ЛЕКЦІЙ**

*(для студентів 1 курсу другого (магістерського) рівня за спеціальністю  
192 – Будівництво та цивільна інженерія,  
освітня програма «Водопостачання та водовідведення»)*



**Харків  
ХНУМГ ім. О. М. Бекетова  
2019**

**Дегтяр М. В.** Фізика води : конспект лекцій для студентів 1 курсу другого (магістерського) рівня за спеціальністю 192 – Будівництво та цивільна інженерія освітня програма «Водопостачання та водовідведення) / М. В. Дегтяр; Харків. нац. ун-т міськ. госп-ва ім. О. М. Бекетова. – Харків : ХНУМГ ім. О. М. Бекетова, 2019. – 44 с.

Автор

канд. техн. наук, доц. М. В. Дегтяр

Рецензенти:

**С. С. Душкін**, доктор технічних наук, професор кафедри водопостачання, водовідведення і очищення вод (Харківський національний університет міського господарства імені О. М. Бекетова);

**В. О. Ткачов**, доцент, кандидат технічних наук, доцент кафедри водопостачання, водовідведення і очищення вод (Харківський національний університет міського господарства імені О. М. Бекетова)

*Рекомендовано кафедрою водопостачання, водовідведення та очистки вод, протокол №1 від 30.08.2018 р.*

Конспект лекцій складено з метою допомоги студентам зазначених спеціальностей під час підготовки до занять та іспитів з дисципліни «Фізика води».

© М. В. Дегтяр, 2019

© ХНУМГ ім. О. М. Бекетова, 2019

## ЗМІСТ

Вступ.....	4
Змістовий модуль 1 Загальна характеристика властивостей водних систем.....	5
Тема 1 Структура і властивості води.....	5
Контрольні питання.....	12
Тема 2 Загальна характеристика властивостей водних систем.....	13
Контрольні питання.....	17
Тема 3 Кластероутворювання.....	17
Контрольні питання.....	20
Тема 4 Вплив різних факторів на розчинність речовин, що знаходяться у різному агрегатному стані.....	21
Контрольні питання.....	26
Змістовий модуль 2 Методи очистки води з урахуванням впливу зовнішніх чинників на властивості водних систем.....	27
Тема 5 Флотація – метод очистки води від забруднюючих речовин, що знаходяться в різних фазово-дисперсних станах.....	21
Контрольні питання.....	29
Тема 6 Способи знезаражування води: реагентні (хімічні), безреагентні (фізичні) і комбіновані.....	30
Контрольні питання.....	34
Тема 7 Фізичні методи очистки води. Ультразвукова кавітація. Гідродинамічна кавітація. Електророзрядні методи.....	35
Контрольні питання.....	38
Тема 8 Механізм впливу електромагнітного поля на властивості водних систем.....	39
Контрольні питання.....	41
Список рекомендованої літератури.....	42

## ВСТУП

Предметом вивчення навчальної дисципліни «Фізика води» є фізичні властивості води як речовини й сировини, що використовується для питних, господарчих і виробничих потреб людини.

Метою викладання навчальної дисципліни «Фізика води» є підготовка фахівця, який володітиме знаннями, пов'язаними з властивостями водних систем і основними закономірностями їх зміни під впливом зовнішніх дій.

Вода – найпоширеніша на Землі речовина. Майже 3/4 поверхні земної кулі вкриті водою. Вода має вирішальне значення у житті рослин, тварин, людини. У всякому організмі вода є середовищем, в якому відбуваються хімічні процеси, що забезпечують життєдіяльність організму: крім того, вона сама бере участь у низьці біохімічних реакцій.

Багато води перебуває у газоподібному стані у вигляді пари в атмосфері; у вигляді величезних мас снігу і льоду. У надрах Землі також є вода, що просочує ґрунт і гірські породи.

Природна вода не буває цілком чистою. Найчистішою є дощова вода, але й вона містить незначні кількості різних домішок, які захоплює з повітря.

Кількість домішок у прісних водах за звичай знаходиться у межах від 0,01 до 0,1 %. Морська вода містить 3,5 % розчинених речовин, основну масу яких становить хлорид натрію (кухонна сіль).

Вода, яка містить значну кількість солей, кальцію і магнію, називається твердою на відміну від м'якої води, наприклад дощової.

# **ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 1 ЗАГАЛЬНА ХАРАКТЕРИСТИКА ВЛАСТИВОСТЕЙ ВОДНИХ СИСТЕМ**

## **Тема 1 Структура і властивості води**

1. Фізичні властивості води.
2. Аномалія води.
3. Будова молекули води і її структура.
4. Діаграма стану води.

### **Фізичні властивості води. Аномалія води**

У фізиці тривалий час панувала теорія Ван-Дер-Ваальса про відсутність у води будь-якої структури. В 1916 р. Дебай і його співробітники спростували цю точку зору та довели, що вода має свою структуру.

З 1920 р. почалося рентгеноскопичне дослідження спочатку льоду, а потім і води. Кожний атом кисню пов'язаний з іншими атомами через водневі зв'язки. Лід має структуру із численними незаповненими проміжками, тому лід легше води [1].

Рентгенографією води в Києві займався організатор першої в Україні рентгеноструктурної лабораторії академік АН професор В. Н. Данілов.

Чиста вода—це безбарвна прозора рідина. Густина води при переході її з твердого стану в рідкий не зменшується, як майже в усіх інших речовин, а зростає. При 4<sup>0</sup>С має максимальну густину і лише при подальшому нагріванні її густина зменшується з підвищенням температури [1].

Вода в природі може бути в трьох агрегатних станах (або фазах) – твердому (лід), рідкому (вода), газоподібному (водяна пара). Перехід води з одного агрегатного стану в інший зумовлюється температурою і тиском.

Зміну агрегатного стану речовин називають фазовими переходами, які супроводжуються виділенням або поглинанням енергії, яку називають теплотою фазового переходу («прихованою теплотою»).

При нормальному атмосферному тиску (760 мм рт. ст.,  $1,013 \cdot 10^5$  Па) температура замерзання дистильованої води і танення льоду прийнята за 0 °С, а температура кипіння – за 100 °С. Температура замерзання і кипіння води

залежать від її солоності та атмосферного тиску. Чим більша солоність води, тим нижча її температура замерзання і вища температура кипіння [1,2].

Морська вода замерзає при температурі  $1,0, -2,0$  °C, а кипить при температурі  $100,08-100,64$  °C (при нормальному тиску). При підвищенні тиску лід плавиться вже не при  $0$  °C, а при від'ємних температурах [1,2].

В природних водоймах переохолодження води буває незначним і досягає  $0,005-0,01$  °C. Ґрунтові води через їх підвищену мінералізацію можуть переохолоджуватися значно більше.

Густина води – одна з важливих фізичних характеристик води, що чисельно виражає масу одиниці її об'єму, величина не постійна і визначається за формулою [1]:

$$\rho = m/V \text{ (кг/м}^3\text{)}, \quad (1.1)$$

де  $m$  – маса води;

$V$  – об'єм води.

Густина залежить від температури, солоності та тиску (а для природних вод ще і від вмісту розчинних завислих речовин) і стрибкоподібно змінюється під час фазових переходів.

Хімічно чиста вода за відсутності розчинених у ній солей має найбільшу густину при температурі  $4^\circ\text{C}$  ( $3.98$  °C) у Міжнародній системі одиниць (SI) –  $1\,000$  кг/м<sup>3</sup> ( $1$  г/см<sup>3</sup>). При температурах вище і нижче  $4$  °C густина води зменшується. Ця закономірність порушується під час плавлення льоду і нагрівання води в діапазоні від  $0$  до  $4$  °C. Властива воді густинна аномалія має велике значення для природних вод:

- 1) густина води у твердому стані (лід) менша, ніж у рідкому (вода);
- 2) у діапазоні температури води від  $0$  до  $4$  °C густина води з підвищенням температури не зменшується, а збільшується.

Ці дві аномалії мають велике значення: лід легший за воду і тому «плаває» на її поверхні, водойми не промерзають до дна, бо при охолодженні до  $4$  °C вода стає більш густою і опускається на дно, а при подальшому охолодженні верхні шари її стають менш густими і залягають на поверхні. Зі

зниженням температури до  $0^{\circ}\text{C}$ , коли вода ще не перетворилася на лід, її густина становить  $998,87 \text{ кг/м}^3$ , а при переході до стану льоду зменшується до  $916,7 \text{ кг/м}^3$  [1–3].

Унаслідок густинної аномалії у прісних і солонуватих водних об'єктах узимку температура води в придонних шарах завжди вища, ніж на поверхні. Саме завдяки цьому у водоймах і водотоках на глибині зберігається життя.

При замерзанні і перетворенні води на лід унаслідок зменшення густини об'єм води збільшується (на 10 % початкового об'єму), чим і пояснюється процес руйнування (морозного вивітрювання) гірських порід.

Густина води залежить від вмісту розчинних речовин і збільшується з ростом солоності. Збільшення солоності призводить до зниження температури найбільшої густини. Так, при солоності 5 ‰ температура найбільшої густини становить  $2.9^{\circ}\text{C}$ , при солоності 35 ‰ –  $(-3.4^{\circ}\text{C})$ .

Деякий вплив на густину має також і тиск. Встановлено, що на кожні 1000 м глибини густина води внаслідок впливу тиску стовпа води, збільшується на  $4.5\text{--}4.9 \text{ кг/м}^3$ . Тому на максимальних океанічних глибинах (біля 11 км) тиск води буде приблизно на  $48 \text{ кг/м}^3$  більшим, ніж на поверхні, а при солоності 35 ‰ становитиме –  $1\,076 \text{ кг/м}^3$ .

Теплові властивості води. До важливих особливостей змін агрегатного стану води відносять великі витрати тепла на плавлення, випаровування, сублімацію і велике виділення тепла у зворотних переходах. Для води характерні деякі аномальні особливості теплових властивостей. Так, аномально висока її питома теплоємність (кількість теплоти, необхідної для нагрівання одиниці маси води на  $1^{\circ}\text{C}$ , визначається у  $\text{Дж}/(\text{кг}\cdot^{\circ}\text{C})$ ). При температурі  $15^{\circ}\text{C}$  вона дорівнює  $4\,190 \text{ Дж}/(\text{кг}\cdot^{\circ}\text{C})$ . Унаслідок великої теплоємності вода нагрівається і теплоємність чистого льоду майже вдвічі менша теплоємності води, а чистого сухого снігу (із густиною  $280 \text{ кг/м}^3$ ) в 7,1 рази менша теплоємності води, але в 450 разів більша за теплоємність повітря [1, 2].

В таблиці 1.1 наведені аномальні фізичні властивості води.

Таблиця 1.1 - Аномальні фізичні властивості води

Властивості	Порівняльна характеристика
Питома теплоємність, 4190 Дж/(кг <sup>0</sup> С) при 15 <sup>0</sup> С	Найвища серед усіх твердих і рідких речовин, за винятком Н <sub>3</sub> (аміаку)
Питома теплота плавлення льоду, 333 000 Дж/кг	Найвища, за винятком Н <sub>3</sub> (аміаку)
Питома теплота випаровування, 2,5·10 <sup>6</sup> при 0 <sup>0</sup> С і 2,26·10 <sup>6</sup> Дж/ кг при 100 <sup>0</sup> С	Найвища серед усіх речовин
Температура максимальної густин , 4 <sup>0</sup> С	Настає не в період замерзання, а під час більш високої температури
Коефіцієнт поверхневого натягу води, 75,6·10 <sup>-3</sup> Н/м при 0 <sup>0</sup> С і 60,8·10 <sup>-3</sup> Н/м при 90 <sup>0</sup> С.	Найвищий серед усіх рідин (крім ртуті в рідкому стані)
Коефіцієнт в'язкості, 1,14 ·10 <sup>-6</sup> м <sup>2</sup> /с при 15 <sup>0</sup> С	Малий
Коефіцієнт теплопровідності, 0,57 Вт/(м· <sup>0</sup> С) при 0 <sup>0</sup> С	Дуже малий
Прозорість	Відносно велика
Густина льоду, 917 кг/м <sup>3</sup>	Густина льоду менша за густину рідкої води
Температура плавлення (замерзання), 0 <sup>0</sup> С	Дуже висока
Температура кипіння, 100 <sup>0</sup> С	Дуже висока

З інших теплових властивостей важливе значення має теплопровідність. Теплопровідність води незначна. Молекулярна теплопровідність у хімічно чистої води 0,57 Вт/(м·<sup>0</sup>С), льоду 2,24 Вт/(м<sup>0</sup>С), снігу 1,8 Вт/(м<sup>0</sup>С). Меншу теплопровідність має тільки повітря [1, 2].

У зв'язку з низькою теплопровідністю, водні маси у водних об'єктах нагріваються в основному внаслідок перемішування води, яке виникає при різній густині або під дією вітру. Завдяки малій теплопровідності льодовий покрив, що утворився на поверхні водойм і водотоків, послаблює подальше



охолодження води, а наростання його товщини уповільнюється. Мала теплопровідність води сприяє її поступовому нагріванню й охолодженню.

В'язкість води, або внутрішнє тертя – властивість води чинити опір при переміщенні однієї частини щодо іншої. В'язкість води невелика, зменшується з підвищенням її температури і характеризується кінематичним коефіцієнтом в'язкості, який для води при температурі  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$  дорівнює  $1,78 \cdot 10^{-6} \text{ м}^2/\text{с}$ , а при температурі  $50\text{ }^{\circ}\text{C}$  –  $0,55 \cdot 10^{-6} \text{ м}^2/\text{с}$ . Вода чинить дуже великий опір стискуючим зусиллям і витримує значний тиск, зменшуючись у своєму об'ємі при цьому дуже мало.

Поверхневий натяг води у порівняно з іншими рідинами великий, а з підвищенням температури дещо зменшується. З усіх рідин більш високий поверхневий натяг має тільки рідка ртуть. Коефіцієнт поверхневого натягу води змінюється від  $75,6 \cdot 10^{-3} \text{ Н/м}$  при  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$  до  $60,8 \cdot 10^{-3} \text{ Н/м}$  при  $90\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

Великий поверхневий натяг надає воді кулеподібної форми при вільному падінні або в стані невагомості. Така геометрична форма має максимальну для даного об'єму поверхню.

Ще однією характерною властивістю води є здатність змочувати поверхню більшості твердих тіл. Завдяки здатності змочування вода може підніматися в у порах і капілярах ґрунту та рослин.

Капілярність відіграє велику роль у багатьох процесах, які проходять на Землі. Вона обумовлює рух порами і змочує ґрунти, які лежать значно вище рівня ґрунтових вод, забезпечуючи коріння рослин розчиненими у воді поживними речовинами.

Оптичні властивості води. Світло проникає у воду на невелику глибину. Так, у чистій воді на глибині 1 м інтенсивність світла становить лише 90 % інтенсивності світла на поверхні, на глибині 2 м – 81 %, на глибині 3 м – 73 %, а на глибині 100 м зберігається лише близько 1 % інтенсивності світла на поверхні.

Акустичні властивості води. Вода – гарний провідник звуку. Швидкість поширення звуку у воді становить 1 400–1 600 м/с, тобто в 4–5 разів більша від

швидкості поширення звуку у повітрі. Швидкість звуку у воді збільшується з підвищенням температури (приблизно на 3 – 3,5 м/с на 1 °С), збільшенням солоності (приблизно на 1,0–1,3 м/с на 1 ‰) і зі зростанням тиску (приблизно на 1,5 –1,8 м/с на 100 м глибини).

Електропровідність води. Хімічно чиста вода – поганий провідник електричного струму. Питома теплопровідність такої води при температурі 18 °С дорівнює  $3,8 \cdot 10^{-6} (\text{Ом} \cdot \text{м})^{-1}$ . Електропровідність льоду приблизно в 10 разів менша, ніж у рідкої води. Електропровідність води трохи збільшується з підвищенням температури і значно зростає зі збільшенням мінералізації. Електропровідність води збільшується з підвищенням тиску, тому на значних глибинах в океані (більше 10 км) вона приблизно на 12 % більша, ніж у поверхневому шарі [1-3].

Прозорість води. Звичайна природна вода в тонких шарах безбарвна, а при збільшенні їх набуває блакитно-зеленого відтінку. Прозорість води у водоймах дуже змінюється залежно від вмісту суспензій, їх кількості і хімічного складу.

### Будова молекули води і її структура

До складу молекули води  $\text{H}_2\text{O}$  входять два атоми гідрогену й один атом кисню, які сполучені між собою ковалентним полярним зв'язком (рис. 1.1). Через те, що кисень і гідроген утворюють по декілька ізоотопів, у природі існують різновиди води, у яких наявні і важкі ізотопи цих хімічних елементів.

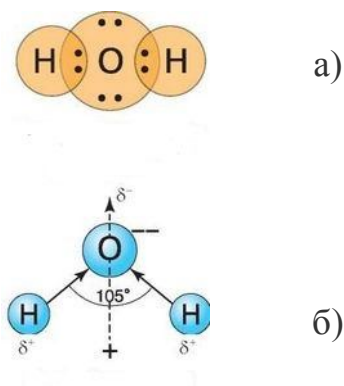


Рисунок 1.1 – Будова молекули води: а) кутова будова молекула води; б) утворення спільних електронних пар у молекулі води.

Особливості структури води визначають унікальність її властивостей. Воду можна розглядати як оксид водню або як гідрид кисню. Атоми водню й кисню в молекулі води розташовані в кутах рівнобедреного трикутника з довжиною зв'язку О-Н 0,957 нм; валентний кут Н-О-Н –  $104^{\circ} 27'$  (рис. 1.1). Але оскільки обидва водневих атома розташовані по одну сторону від кисневого, електричні заряди в молекулі води розосереджуються. Молекула води полярна, що є причиною особливої взаємодії між різними молекулами. Атоми водню в молекулі води, маючи частковий позитивний заряд, взаємодіють із електронами атомів кисню сусідніх молекул. Такий хімічний зв'язок називається водневим. Він поєднує молекули води у своєрідні полімери просторової будови [1].

У рідкій і твердій фазах кожна молекула води утворить чотири водневі зв'язки: два – як донори протонів і два – як акцептори протонів. Чотири водневі зв'язки молекули води спрямовані приблизно до вершин правильного тетраедра.

Тривимірна сітка водневих зв'язків, побудована з тетраедрів, існує як у льоду, так й у рідкій воді у всьому інтервалі від температури плавлення до критичної температури, рівної  $+3,98^{\circ}\text{C}$  (рис. 1.2). Збільшення щільності при плавленні пояснюється скривленням водневих зв'язків.

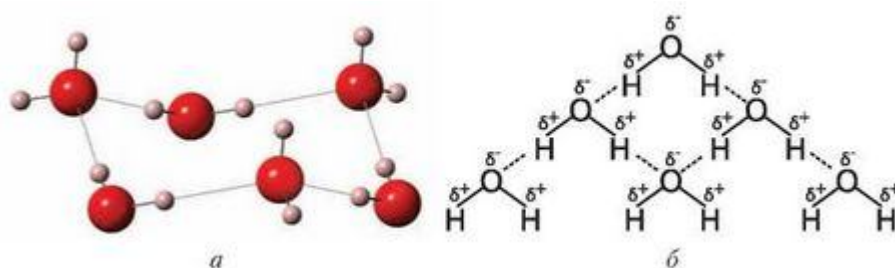


Рисунок 1.2 – Модель асоційованих молекул води (а),  
схема утворення водневих зв'язків між молекулами води (б).

Водневі зв'язки між молекулами води повністю розриваються тільки тоді, коли вода переходить в пар. При  $20^{\circ}\text{C}$  у рідкій воді зберігається ще близько половини водневих зв'язків.

## Діаграма стану води

Діаграма стану – це графічне зображення залежності між різними величинами, що характеризують стан системи.

Діаграму застосовують у хімії для однокомпонентних систем, що показують залежності між тиском і температурою. Вона складається з трьох кривих, що розмежовують усі можливі температури і тиски на три ділянки, які відповідають льоду, рідині і парі.

Діаграму стану води характеризує зміну властивостей води залежно від температури і тиску (рис. 1.3) [1-3]. Криві на діаграмі поділяють площину між координатними осями на три області: нижче від лінії BAD – розташована область існування ненасиченої водяної пари, між лініями AC і AD – область рідкої води, ліворуч від лінії BAC – область льоду. В межах кожної з цих областей можна довільно змінювати тиск і температуру – система при цьому залишиться однофазною. Тобто система має два ступеня вільності або як кажуть система двоваріантна ( $C = 2$ ).

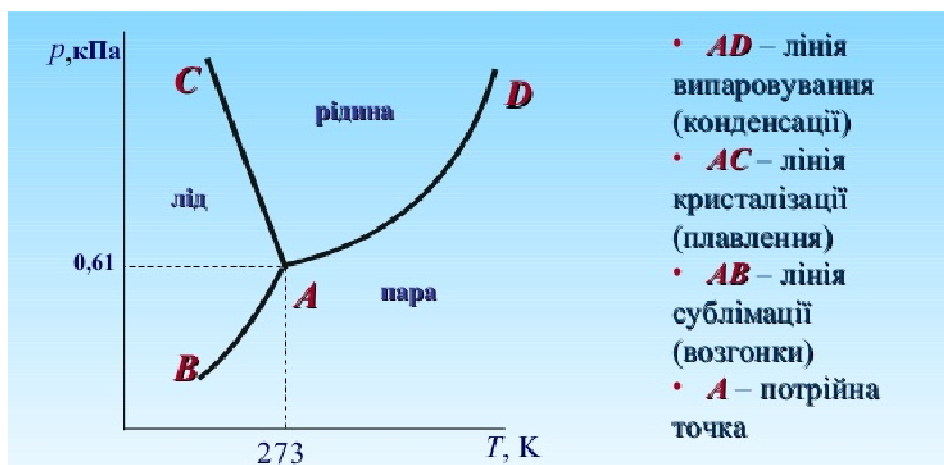


Рисунок 1.3 – Діаграма стану води

### КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ

1. Основні фізичні властивості води.
2. Основні аномальні властивості води.
3. Особливості будови та структури молекули води.
4. Характеристика діаграми стану води.

## Тема 2 Загальна характеристика властивостей водних систем

1. Метастабільний стан води.
2. Процеси гідратації.
3. Властивості води і розчинів солей.

Метастабільний стан (від грец. *μετα* - проміжне становище і від лат. *stabilis* – стійкий) – відносно стійкий стан системи, в якому встановлюється локальна (обмежена), але не глобальна стійка рівновага. При малому збуренні метастабільного стану в фізичній системі виникають процеси, які протидіють збуренню. Проте при значному збуренні система перебудовується та переходить в інший, стійкіший стан.

Метастабільним називається такий стан речовини, який, будучи потенційно нестійким, здатне до невиразно тривалого існування завдяки відсутності зовнішнього впливу, « що запускає» процес мимовільного переходу речовини в стійкий стан [4,5].

Можливість реалізації метастабільного стану пов'язана з особливостями переходу системи з одного стійкого стану в інший (з кінетикою фазових переходів (фазовий перехід). Фазовий перехід починається з виникнення зародків нової фази: пухирців пари у випадку переходу рідини в пару, мікрокристаліків при переході рідини в кристалічний стан і т.п. Для утворення зародків потрібне здійснення роботи зі створення поверхонь розділу двох фаз.

Метастабільний стан термодинамічної системи – це стан нестійкої рівноваги. Фази, які перебувають у метастабільному стані, називають метастабільними. Прикладами таких фаз можуть бути перегріта рідина, перегріта пара, переохолоджений газ, переохолоджена рідина, нафта, тиск якої знизився нижче тиску насичення газом. Термодинамічна система може перебувати в метастабільній фазі певний час, але зрештою переходить до стабільнішої фази.

## Процеси гідратації. Властивості води і розчинів солей

Гідратація - приєднання води до речовин, що перебувають у розчиненому або вільному стані, з утворенням гідратів (кристалічні – кристалогідрати), де вона зберігає свою структурну цілість і здатна термічно або під дією дегідратуючих засобів відщеплюватися (процес дегідратації).

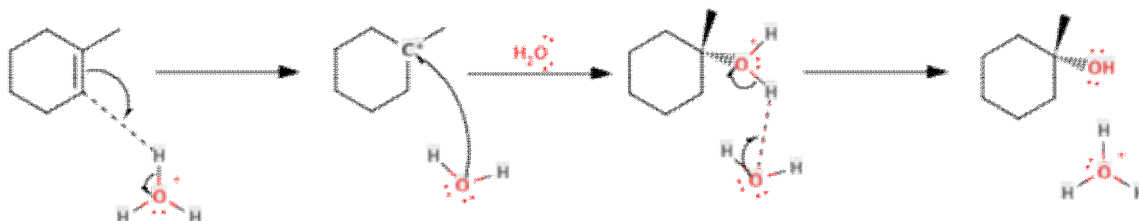


Рисунок 2.1 – Реакція гідратації

Гідратація є різновидом сольватації – приєднання до речовин будь-якого розчинника. Розрізняють гідратацію електролітів, молекул у розчинах, гідратацію з утворенням твердих гідратів, гідратацію оксидів, органічних, високомолекулярних сполук та ін. На відміну від гідролізу гідратація не супроводжується утворенням водневих та гідроксильних іонів. Гідратація електролітів у розчинах є головною причиною їх дисоціації на іони – вона зумовлює стійкість іонів у розчинах і ускладнює асоціацію іонів. Гідратація найбільш виражена в сильних електролітів. Якщо процес гідратації супроводжується дисоціацією молекули води на  $\text{H}^+$  і  $\text{OH}^-$  і їх приєднанням до кратних зв'язків (зокрема гетерозв'язків), то це так звана ковалентна гідратація, особливо характерна для гетероциклічних сполук.

З розчинами ми зустрічаємося на кожному кроці: в повсякденному житті, в природі, на виробництві, в хімічній лабораторії. Хімічно чистих речовин практично немає. Навіть особливо чисті метали, які отримують методами вакуумної чи зонної плавки, містять певну кількість домішок  $10^{-6} \%$  і по суті є твердими розчинами. Розчини широко розповсюджені в природі.

У живій природі найбільш розповсюдженими є системи, в яких середовищем є рідина, а точніше вода. У техніці для виготовлення різних конструкційних матеріалів використовують тверді розчини, сплави металів та

неметалів.

Залежно від розміру частинок дисперсної фази дисперсні системи поділяють на [5–7]:

- суспензії та емульсії – розмір частинок диспергованої речовини  $> 100$  нм;
- колоїдні розчини – розмір частинок диспергованої речовини від 1 до 100 нм;
- істинні розчини – розмір частинок диспергованої речовини до 1 нм.

Суспензії утворюються при рівномірному розподілі частинок твердої речовини (дисперсна фаза) у рідині (дисперсійне середовище). Прикладом суспензії є каламутна вода, яка утворюється при збовтуванні глини, крейди.

Суспензії – нестійкі системи: з часом тверді частинки під впливом їх маси осаджуються.

Емульсії – дисперсна система, що складається з двох практично взаємно нерозчинних рідких фаз. Емульсії утворюються при рівномірному розподілі роздрібнених частинок рідкої речовини у рідині. Наприклад, молоко, в якому дисперсною фазою виступають краплини жиру. Емульсії також нестійкі системи. При відстоюванні емульсія розділяється (розшаровується) на складові частини: речовина з меншою питомою вагою спливає на поверхню (жир у молоці).

На практиці часто зустрічаються різні фарби та мастила, які виявляються емульсіями та суспензіями і використовуються для рівномірного нанесення фарби на поверхню виробу чи деталі.

Колоїдні розчини мають такий розмір та масу частинок (диспергованої фази), які дозволяють їм перебувати у середовищі у зваженому (завислому) стані. Розмір дисперсних частинок у колоїдному розчині знаходиться в межах від 1 до 100 нм. Під впливом різних факторів, які приводять до укрупнення колоїдних частинок, колоїдні системи можуть розкладатися на складові частини.

Якщо речовина диспергована до розмірів молекул або іонів (менш ніж 1

нм), утворюється гомогенна система – істинний розчин або просто розчин. У розчинах між розчиненою речовиною (дисперсна фаза) і розчинником (дисперсійне середовище) немає поверхні поділу і тому розчин є гомогенною системою. Протягом тривалого часу розчини не розділяються на складові компоненти.

Розчин – це гомогенна (однорідна) система, яка складається з двох або більше компонентів (розчинника, розчиненої речовини) і продуктів їх взаємодії.

Компонент, який у розчині міститься в більшій кількості і не змінює агрегатний стан під час утворення розчину, називається розчинником. Компонент, який у розчині міститься в меншій кількості, називається розчиненою речовиною.

Під розчиненням розуміють взаємодію речовини з рідиною-розчинником, яка дає можливість після видалення розчинника одержати вихідну речовину в незмінному стані. Розчинність речовин виражають максимальною кількістю грамів речовини, яку можна розчинити в 100 г розчинника. Процес розчинення складається з низки послідовних процесів:

- руйнування структури розчиненої речовини (наприклад кристалічних ґраток твердих речовин) і утворення в розчині іонів, молекул або атомів;
- взаємодія молекул розчинника з часточками розчиненої речовини (процес сольватації або гідратації, якщо розчинник – вода);
- розподіл (дифузія) сольватованих часточок в об'ємі розчинника.

Дифузія – це самочинний процес вирівнювання концентрації речовин у розчині внаслідок безладного теплового руху часточок. Процес дифузії необоротний: речовина переноситься з частини розчину, де її концентрація більша, в ту частину, де концентрація менша; після вирівнювання концентрації в розчині дифузія припиняється.

Процес розчинення перебігає самочинно і завершується утворенням насиченого розчину, в якому міститься максимально можлива за даної



температури кількість розчиненої речовини. Насичений розчин знаходиться в рівновазі з осадом розчиненої речовини. В ненасиченому розчині міститься менше розчиненої речовини, ніж у насиченому, а в пересиченому – більше. Останній є нестійкою системою, з якої розчинена речовина випадає у вигляді кристалів. При цьому з водних розчинів часто випадають кристали, які містять в собі молекули води. Кристалічні речовини, до складу яких входить певне число молекул води, називають кристалогідратами. Значна частина природних мінералів існує у вигляді кристалогідратів:  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  – гіпс,  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  – глауберова сіль тощо [6,7].

### **КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ**

1. Охарактеризуйте метастабільний стан води.
2. Особливості процесів гідратації.
3. Поняття про розчин.
4. Насичений розчин.
5. Ненасичений розчин.

### **Тема 3 Кластероутворювання**

- Концепція про граничні шари кластерів.
- Ізотопний склад води і її властивості.

Кластер – це група з невеликого і змінного числа взаємодіючих часток (атомів, молекул, іонів). Кластери – впорядковані асоціати молекул. Таким чином, структури об'єднаних молекул води називають кластерами, а окремі молекули води – квантами.

Кластер – об'ємна сполука молекул води, у тому числі гексамерів, у якого є позитивні й негативні полюси.

У дистильованій воді кластери практично електронейтральні, тому що в результаті випаровування, відбулося руйнування кластерів, а в результаті конденсації, сильні зв'язки між молекулами води не з'явилися

У воді кластери періодично руйнуються й утворюються знову. Час перескоку становить 10 – 12 секунд. Молекули мають два полюси - позитивний і негативний, що створюють магнітні молекулярні силові поля. Такі молекули називають полярними, або диполями, а кількісну характеристику полярності визначають електричним моментом диполя добутком, що виражається, відстані  $l$  між електричними центрами ваги позитивних і негативних зарядів молекули на заряд  $e$  в абсолютних електростатичних одиницях [1, 6]:

$$p = l \cdot e. \quad (3.1)$$

Для води дипольний момент дуже високий:  $p = 6,13 \cdot 10^{-29}$  Кл·м.

Слід розрізняти вільні кластери і стабілізовані тими або іншими факторами, в останньому випадку кластер має більш складну сполука та має структуру, у якій доцільно виділяти «тіло» кластера (тобто групу взаємодіючих часток розглянутого типу) і стабілізуючі елементи, наприклад «оболонку» з лігандів, або центральну частку (часто це іон), або сукупність того й іншого.

Наявність або відсутність стабілізації різко позначається на поведінці кластерів, і насамперед на тривалості їх життя: для стабілізованих кластерів вона така ж, як для звичайних молекул, для нестабілізованих нижньою границею часу життя  $10^{-13}$ - $10^{-12}$ с. Різноманітність типів кластерів визначається можливістю комбінації різних середовищ і способів стабілізації з безліччю варіантів побудови тіла кластера із часток тієї або іншої природи.

Кластери води на межі поділу фаз ( рідина-повітря) вибудовуються в певному порядку, при цьому всі кластери коливаються з однаковою частотою, отримуючи одну загальну частоту. При такому русі кластерів, враховуючи, що вхідні в кластер молекули води є полярними, тобто, мають великий дипольний момент, слід очікувати появи електромагнітного випромінювання. Це випромінювання відрізняється від випромінювання вільних диполів, тому що диполі є пов'язаними й коливаються спільно в кластерній структурі.

Частота коливань кластерів води і відповідно частота електромагнітних коливань може бути визначена за наступною формулою[1, 6]:

$$\omega = 2\pi f = \sqrt{\frac{a}{m}} \quad (3.2)$$

де  $a$  – поверхневий натяг води при заданій температурі;

$$M = \rho \cdot V \quad (3.3)$$

де  $V$  – обсяг кластера.

Обсяг кластера визначається з урахуванням розмірів фрактальної замкненої структури кластера.

Ізотопний склад води і її властивості

Термодинамічні системи поділяються на гомогенні та гетерогенні. Гомогенна система складається з однієї фази, гетерогенна – з двох і більше фаз. Фазою називають частину системи, яка має однакові фізико-хімічні властивості і відокремлена від інших частин системи видимою межею поділу. Компонентом називається хімічно індивідуальна речовина, яка будучи виділена з системи, може існувати у вільному стані тривалий час.

Переходи компонентів з однієї фази в іншу, які не супроводжуються хімічними реакціями, називаються фазовими переходами. Фазові переходи, які супроводжуються розривом зв'язків між часточками (плавлення, розчинення) – ендотермічні, а якщо під час фазових переходів в системі утворюються хімічні зв'язки (конденсація, кристалізація) – то екзотермічні.

Залежно від умов існування речовини можуть існувати в твердому, рідкому або газоподібному стані. В газоподібному стані речовини заповнюють увесь об'єм посудини, в якій знаходяться. Гази здатні стискатися і завжди утворюють гомогенні суміші. Молекули в газах рухаються хаотично.

Рідини характеризуються ізотропністю, тобто ідентичністю властивостей в будь-якій точці і тотожністю в будь-якому напрямку.

У твердому агрегатному стані середня відстань між часточками дорівнює їх розмірам, а енергія їх взаємодії значно більша, ніж у рідинах. Основним видом руху часточок є коливальний рух поблизу фіксованого рівноважного

положення. Тверді речовини можуть бути в аморфному або кристалічному стані. В аморфному стані структура речовини не упорядкована. Аморфна речовина ізотропна, тобто її можна розглядати як переохолоджену рідину. Плавляться такі речовини не за певної температури, а в деякому інтервалі температур. Аморфними речовинами є скло, органічні полімери. Більшість твердих тіл є кристалами – системами, в яких часточки, що їх утворюють (атоми або іони) розташовані в тримірному просторі регулярно і упорядковано. На відміну від аморфних речовин у кристалах значення параметрів будуть різними в різних напрямках, тобто кристали анізотропні. Перехід кристалів з твердого стану в рідкий відбувається стрибкоподібно за певної температури плавлення. Типовими представниками кристалів є метали, деякі мінерали тощо.

За незмінності зовнішніх умов у системі встановлюється фазова рівновага – стан коли швидкість переходу компонентів з однієї фази в іншу дорівнює швидкості їх зворотного переходу. Основним законом фазової рівноваги є правило фаз Гіббса [1,7]:

$$C = K - \Phi + n, \quad (3.4)$$

де  $\Phi$  – кількість фаз у системі;

$K$  – число незалежних компонентів (мінімальна кількість компонентів, яка необхідна для утворення всіх фаз системи);

$n$  – число зовнішніх факторів, що впливають на рівновагу в системі (температура, тиск тощо);

$C$  – число ступенів вільності системи (кількість факторів, зміна яких у певних межах, не призводить до зміни фазового стану системи).

### **КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ**

1. Поняття кластеру, кванту.
2. Визначення коливань кластеру.
3. Ізотопний склад води.
4. Правило фаз Гіббса.

## **Тема 4 Вплив різних факторів на розчинність речовин, що знаходяться у різному агрегатному стані**

- Поняття про розчин;
- Фізико-хімічна теорія розчинів;
- Насичений, ненасичений, пересичений розчини;

### **Поняття про розчини**

Якщо речовина (дисперсна фаза) диспергована до розмірів молекул або іонів (менше ніж 1 нм), то утворюється гомогенна система – істинний розчин, або просто розчин. У розчинах між диспергованою речовиною і дисперсійним середовищем (розчинником) немає поверхні розділу і тому розчин є гомогенною системою. Відсутність поверхні розділу зумовлює також високу стійкість розчинів, чого неможна сказати про гетерогенні системи, в яких є поверхня розділу. Впродовж тривалого часу розчини не розділяються на складові компоненти.

Таким чином, розчин – гомогенна термодинамічно стійка система змінного складу, яка складається з двох або більшого числа компонентів.

Залежно від агрегатного стану розчиненої речовини і розчинника (дисперсійного середовища) розчини бувають газоподібні, тверді і рідкі.

Газоподібні розчини – це суміші газів.

Гомогенні тверді розчини можуть утворювати солі, метали або оксиди. Відомі тверді розчини двох типів: заміщення і вкорінення.

**Тверді розчини заміщення** утворюються при кристалізації

рідких розчинів, якщо компоненти мають однотипні кристалічні ґрати, а частинки компонентів – близьких за розмірами. Наприклад, KCl і KBr, Ag і Au можуть утворювати тверді розчини, масові співвідношення між якими змінюються в широких межах (від 0 до 100%). Тверді розчини утворюють пари речовин: кремній і германій, золото і платина,  $K_2SO_4$  і  $K_2SeO_4$  та ін. Як правило, тверді розчини заміщення легко утворюють ізоморфні речовини.

Тверді розчини вкорінення утворюються в результаті закріплення іонів, атомів або молекул однієї речовини в пустотах між кристалами іншої речовини, наприклад, розчин вуглецю в залізі (сталь).

**Рідкі розчини** утворюються при розчиненні газоподібних, рідких або твердих речовин в рідкому дисперсійному середовищі (розчиннику). Цей тип розчинів, які належать до рідких однофазних систем, є найважливішими, оскільки більшість біологічних, геологічних і хімічних процесів відбувається за участю рідких розчинів. Велике значення мають розчини в будівництві, технології напівпровідників і в інших галузях науки, техніки і промисловості.

У рідких розчинах розчинником, як правило, є рідина, зокрема вода. Незалежно від вмісту розчиненої речовини розчинником вважають той компонент розчину, агрегатний стан якого не змінюється під час виготовлення розчину, тобто залишається рідким. Це насправді так, коли йдеться про розбавлені розчини. Висококонцентровані розчини, в яких переважає вміст розчиненої речовини, розглядають як розчини води в іншому компоненті. Це, наприклад, система метанол – вода із вмістом першого компонента 80 – 90%, сіль – вода, яка є розчином води у впорядкованих кристалічних ґратах електроліту.

Найчастіше, якщо розчин утворюється при змішуванні систем газ-газ, рідина-рідина, тверда речовина-тверда речовина, то розчинником вважають компонент, кількість якого переважає.

### **Фізико-хімічна теорія розчинів**

Розчини як двох і більш компонентні системи, склад яких може змінюватися в достатньо широких межах, нагадують механічні суміші. Проте зміна складу розчинів ще не означає, що між компонентами розчинів немає хімічної взаємодії.

Фізична теорія розчинів, основоположниками якої були відомі фізикохіміки Я.Вант-Гофф і С.Арреніус, розглядає процес розчинення як простий розподіл (діспергування) однієї речовини у всьому об'ємі іншої, і таким чином, властивості розчинів повинні залежати тільки від концентрації

розчиненої речовини. За фізичною теорією розчинник – це індиферентне середовище, в якому хаотично розподілені частинки розчиненої речовини.

Згідно хімічної теорії розчинів, розробленої Д.І.Менделєєвим, між компонентами розчину здійснюється хімічна взаємодія. Утворення і існування розчину неможливе без взаємодії між всіма частками, які його утворюють. Розчин є динамічною системою, між компонентами якої відбувається безперервний обмін [6, 7].

Важливим положенням хімічної теорії розчинів є твердження про рівноцінність компонентів розчину: розчинника і розчиненої речовини.

У своїх працях Д. І. Менделєєв показав, що в розчині є сполуки, які утворюються завдяки взаємодії молекул розчиненої речовини і розчинника. Такі сполуки називаються сольватами (гідратами), а процес їх утворення в результаті взаємодії компонентів розчину – сольватацією (гідратацією). Термін “гідрати” і “гідратація” застосовують, коли розчинником є вода [1, 4].

Існування сольватів (гідратів) в розчині підтверджується виділенням сполук з розчинів у вигляді кристалосольватів або кристалогідратів. Так, якщо розчинити у воді безводні солі, наприклад  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$ , то потім з розчину вони виділяються у вигляді кристалогідратів складу:  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . Подібним образом поведуть себе більшість солей і деякі представники інших класів неорганічних сполук. З неводних розчинників також можна добути кристалосольвати. Наприклад,  $\text{CaCl}_2$  і  $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$  з метиловим спиртом утворюють сольвати  $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{CH}_3\text{OH}$  і  $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2 \cdot 6\text{CH}_3\text{OH}$ .

Про утворення сольватів можна спостерігати за зовнішніми змінами, які відбуваються з розчинами, наприклад по зміні об'єму розчину при розчиненні (білий купрум(II) сульфат  $\text{CuSO}_4$  утворює блакитні розчини, а синій безводний  $\text{CoCl}_2$  – рожеві розчини).

В результаті протікання процесів сольватації або гідратації розчинення речовин в розчинниках супроводжується певним енергетичним ефектом. Зміна ентальпії при розчиненні одного моля речовини називається ентальпією

розчинення цієї речовини в даному розчиннику. Тепловий ефект розчинення (екзо- або ендотермічний) залежить від двох величин: енергії кристалічних ґраток речовини і енергії взаємодії розчиненої речовини з молекулами розчинника (ентальпія сольватації). Процес розчинення супроводжується спочатку руйнуванням ґраток речовини (витрачається енергія, яка дорівнює по величині енергії кристалічних ґраток речовини, але протилежна за знаком) і сольватацією. Якщо позначити енергію кристалічних ґраток  $E$ , а ентальпію сольватації  $\Delta H_1$ , то теплота розчинення  $\Delta H_0$  дорівнюватиме алгебраїчній сумі цих протилежних енергетичних ефектів [5-7]:

$$\Delta H_0 = -E + \Delta H_1. \quad (4.1)$$

З цього рівняння витікає, що розчинення відбувається з виділенням теплоти (*екзоефект*), якщо ентальпія сольватації більше енергії кристалічних ґраток, тобто  $\Delta H_1 > E$ . При  $E > \Delta H_1$  розчинення супроводжується поглинанням теплоти (*ендоефект*). Прикладами ендотермічних процесів є розчинення  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{KNCS}$  та ін. Навпаки, розчинення кислот  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCl}$  і лугів  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$  відбувається з виділенням теплоти.

Таким чином, існування в розчинах і твердому стані сольватів (гідратів), а також теплові ефекти, що супроводжують процеси розчинення, свідчать про те, що розчини є проміжним станом між механічними сумішами і хімічним сполуками.

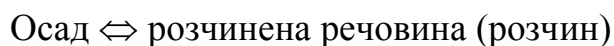
Сучасна теорія розчинів є об'єднанням фізичної і хімічної теорій розчинів,

**Насичений розчин.** Насиченим розчином називається такий розчин, який знаходиться в рівновазі з твердою фазою розчиненої речовини і містить максимально можливу за даних умов кількість цієї речовини.

Якщо розчин містить менше розчиненої речовини, чим необхідно для насичення, то такий розчин називається ненасиченим. У ненасичених розчинах межа насичення не досягнута, але, змінюючи, наприклад, температуру розчину, можна її досягти.

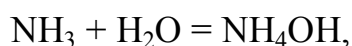


Деякі речовини можуть утворювати так звані пересичені розчини, які при певній температурі містять більше розчиненої речовини, чим це обумовлено межею розчинення. Проте на відміну від насичених розчинів, які є термодинамічно стабільними системами, пересичені розчини – метастабільні (нестійкі) системи. Вони утворюються при повільному і обережному охолодженні насичених розчинів деяких речовин. Тому при внесення в такий розчин затравки у вигляді кристала тієї ж самої речовини, яка утворює пересичений розчин, або іншої речовини з подібною кристалічною формою, в осад випадає (кристалізується) надлишок цієї речовини, а розчин стає насиченим (стабільним), в ньому встановлюється рівновага:



Пересичені розчини утворюють такі солі, як сульфат і тіосульфат натрію  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  і  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .

Розчинність газів в рідинах залежить від тиску і температури. Крім того, необхідно враховувати хімічну природу газу і можливість утворення хімічних сполук при взаємодії газу з розчинником. За однакових умов (температурі і тиску) розчинності у воді азоту і аміаку неоднакові. Насправді, аміак енергійно взаємодіє з водою, утворюючи амоній гідроксид:



тоді як молекулярний азот не утворює з водою ніяких сполук. От чому при кімнатній температурі в одному об'ємі води розчиняється всього 0,02 об'єми азоту і приблизно 700 об'ємів аміаку.

Залежність розчинності газу від тиску виражається законом Генрі-Дальтона: розчинність газу при постійній температурі в рідині прямо пропорційна його парціальному тиску:

$$m = kp, \quad (4.2)$$

де  $m$  – маса газу, який розчиняється в 1 л розчинника;

$p$  – тиск газу (або парціальний тиск у разі суміші газів);

$k$  – коефіцієнт, який характеризує природу компонентів розчину.

Розчинність газів при постійному тиску зменшується із зростанням температури. Кип'ятінням розчину можна практично повністю позбавитися розчинених в рідині газів [6, 7].

Розчинність різних твердих речовин в одному і тому ж розчиннику може змінюватися в широких межах. При підвищенні температури розчинність більшості твердих речовин збільшується, проте для деяких сполук вона може зменшуватися. Зменшення розчинності з підвищенням температури характерне для речовин, розчинення яких супроводжується виділенням теплоти. Це, наприклад,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , гіпс  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . В деяких випадках зменшення розчинності обумовлене зміною характеру твердої фази, яка насичує розчин. Наприклад,  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  при температурі  $32,4^\circ\text{C}$  зневоднюється і розчинність безводного  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  зменшується при підвищенні температури.

Існують таблиці розчинності твердих речовин. На підставі таблиць розчинності можна зробити висновки щодо доцільності очищення від домішок речовин перекристалізацією. Якщо розчинність солі різко змінюється з підвищенням температури (наприклад, розчинність  $\text{KNO}_3$  при  $0^\circ\text{C}$  дорівнює 13,3 г солі на 100 г води, а при  $100^\circ\text{C}$  – відповідно 246 г), то вихід солі після її перекристалізації досягає 80-90% від узятій для очистки цим методом кількості речовини.

## КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ

1. Поняття про розчини.
2. Рідкі, тверді розчини.
3. Аналіз фізико – хімічної теорії розчинів.
4. Насичений розчин, ненасичений, пересичений розчини.
5. Перекристалізація.

## **ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 2 МЕТОДИ ОЧИСТКИ ВОДИ З УРАХУВАННЯМ ВПЛИВУ ЗОВНІШНІХ ЧИННИКІВ НА ВЛАСТИВОСТІ ВОДНИХ СИСТЕМ**

### **Тема 5 Флотація – метод очистки води від забруднюючих речовин, що знаходяться в різних фазово-дисперсних станах**

1. Флотаційний метод очищення
2. Фізико-хімічні основи пінної флотації
3. Фізико-хімічні основи пінного фракціонування
4. Фізико-хімічні основи електрофлотації

Флотація забезпечує видалення механічних домішок, забруднень (розчинених і колоїдних), також зниження значень БПК та ХПК, видалення летючих компонентів. Найчастіше флотаційний метод очищення застосовують у локальних спорудах для видалення основної маси забруднень.

Вилучення диспергованих, колоїдних і розчинених домішок води відбувається в результаті їх прилипання (адсорбції) до пухирців газу, що утворюються в рідині, або введенням у неї. Агрегати пухирців повітря з домішками спливають на поверхню, утворюючи пінний шар з більш високою концентрацією часток, ніж у вихідній рідині. Усі процеси, пов'язані з переходом речовин у пінний шар, що досягаються адсорбцією або прилипанням до пухирців газу, одержали назву адсорбційної пухирчастої сепарації.

Пінне фракціонування засновано на селективній адсорбції однієї або більше розчинених речовин на поверхні газових пухирців, які піднімаються нагору крізь розчин. Піна, що утворюється, збагачена адсорбованою речовиною, що й забезпечує парціальну сепарацію компонентів розчину. Сутність методів пінної флотації зводиться до видалення різних речовин (макро- і мікрочастинок, колоїдних часток, іонів, молекул) з рідини за допомогою поверхнево-активних речовин.

#### **Фізико-хімічні основи пінної флотації**

Основну роль у процесі флотації диспергованих домішок відіграють поверхневі сили, сили Ван-дер-ваальса, електричні сили, що виникають при

перекритті подвійних електричних шарів, що утворюються навколо частинки у водяному розчині, і сили гідратації будь-яких гідрофільних груп на поверхні частинки. Дії цих сил визначають гідрофільність чи гідрофобність частинки. При введенні невеликої кількості синтетичних поверхнево-активних речовин (СПАР) флотованість збільшується доти, поки їх концентрація не викличе помітне зниження величини поверхневого натягу водного середовища.

Процес флотації можна розглядати як трьох стадійний:

1. поступове зближення частки з пухирцем повітря, у той час як на частці формується змочувальна плівка;
2. зменшення товщини змочувальної плівки доти, поки не буде досягнутий метастабільний стан;
3. руйнування змочувальної плівки та утворення крайового кута, що забезпечує сильну адгезію частки на поверхні.

Ефект флотації високодисперсних часток, розміри яких близькі до колоїдних, значною мірою залежить від електростатичної взаємодії подвійних електричних шарів часток і пухирців. Найчастіше зниження електрокінетичного потенціалу часток приводить до зменшення енергетичного бар'єра та поліпшенню їх флотованості.

Істотний вплив на ефективність флотації має співвідношення розмірів частки та пухирця, яке визначає ефективність їх зіткнення та наступного притягання. Для кожного розміру пухирця існує критичний розмір частки. Зіткнення часток меншого розміру з пухирцем не відбувається.

### **Фізико-хімічні основи пінного фракціонування**

Основою пінного фракціонування є адсорбція СПАР на поверхні газового пухирця, що піднімається. Цей процес аналогічний процесу адсорбції органічних речовин на твердих адсорбентах.

Пінну сепарацію ділять на флотацію іонів і молекул та флотацію дисперсій. Принципова відмінність між ними полягає в тому, що при флотації іонів і молекул є дві фази: розчин і пухирці газу, а при флотації дисперсій – три: пухирці газу, дрібні тверді частки та розчин.

## **Фізико-хімічні основи електрофлотації**

Електролітична флотація (електрофлотація) є одним з перспективних напрямків флотаційного очищення стічних вод, що обумовлене високою ефективністю та швидкістю процесу при мінімальній витраті реагентів.

У процесі електрофлотації можуть бути використані як розчинні (за звичай залізни або алюмінієві) так і розчинні електроди. При застосуванні розчинних електродів у результаті анодного розчинення металу у воду переходять катіони заліза або алюмінію, які утворюють коагулюючі гідроксида.

Стиснений міжелектродний простір, де одночасно утворюються пластівці коагулянту та пухирці газу, сприяє надійному закріпленню газових пухирців на пластівцях і їх флотації.

Швидкість процесів, що протікають при електрофлотації, визначається загальним значенням потенціалу на межі метал – розчин, складом розчину та умовами дифузії компонентів або продуктів реакції в розчині.

Електрофлотаційне вилучення часток відбувається при застосуванні нерозчинних електродів та найбільше ймовірно протікає по двохстадійному механізму: на першій стадії частки осаджуються на поверхні газових пухирців. Це приводить надалі до утворення з них стабільних мікро пухирців розміром 3-10 мкм із оболонкою з, колоїдних часток, що вилучаються [8].

На другій стадії такі мікропухирці флотуються більшими газовими пухирцями. Осадженню часток на пухирцях може сприяти перенос часток у приелектродну зону, їх дегідратація поблизу поверхні електродів і ефективна взаємодія з пухирцями, що зароджуються на електродах у той момент, коли пухирці ще несуть досить великий заряд.

## **КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ**

1. Особливості флотаційного методу очищення.
2. Фізико-хімічні основи пінної флотації.
3. Фізико-хімічні основи пінного фракціонування.
4. Фізико-хімічні основи електрофлотації.
5. Призначення електрофлотації, переваги та недоліки методу.

## **Тема 6 Способи знезаражування води: реагентні (хімічні), безреагентні (фізичні) і комбіновані**

У практиці водопідготовки способи знезаражування води умовно розділяють на реагентні (хімічні), безреагентні (фізичні) і комбіновані [10].

До хімічних способів знезаражування питної води відноситься: хлорування, озонування, використання препаратів срібла, міді, йоду і деяких інших реагентів. І якщо перші два способи одержали широке поширення на очисних спорудах водопроводів, то наступні знайшли застосування, як правило, при знезаражуванні невеликих обсягів води на автономних об'єктах, у польових і екстремальних умовах водопостачання [10].

Хлорування найбільш відомий спосіб знезаражування води як у нашій країні, так і за кордоном. Хлорування води здійснюється газоподібним хлором або речовинами, що містять активний хлор: хлорним вапном, гіпохлоритами, хлорамінами, діоксидом хлору й ін. В останні роки в практику знезаражування природних вод впроваджується електрохімічний спосіб.

Хлорування характеризується широким спектром антимікробної дії у відношенні вегетативних форм мікроорганізмів, економічністю, простотою технологічного оформлення, наявністю способу оперативного контролю за процесом знезаражування. Відповідно до сучасних уявлень, для активного хлору характерним є комплексний характер його впливу на різні структури мікроорганізму: цитоплазматичну мембрану, білки цитоплазми, ядерний апарат клітини.

Разом з тим хлорування має ряд істотних недоліків. Хлор і його препарати є токсичними сполуками, тому робота з ними вимагає суворого дотримання вимог безпеки. Хлор впливає в основному на вегетативні форми мікроорганізмів, при цьому грампозитивні форми бактерій більш стійкі до його дії, ніж грамнегативні. У літературі є численні повідомлення про реактивацію мікроорганізмів у хлорованій питній воді, появу хлоростійких штамів [11-12].

Для одержання гарантованого бактерицидного ефекту застосовують свідомо надлишкові дози хлору, що погіршує органолептичні показники і

приводить до денатурації води.

Спороцидний ефект виявляється при відносно високих концентраціях активного хлору (200-300 мг/л) і експозиції від 1,5 до 24 годин.

Необхідно відзначити, що ефективність знезаражуючої дії хлору і його препаратів істотно залежить не тільки від біологічної характеристики мікроорганізмів, але і від хімічного складу води, а також експозиції. Різні хімічні речовини антропогенного походження можуть істотно впливати на ефективність процесу знезаражування. Так, поверхнево-активні речовини перешкоджають реалізації бактерицидного ефекту хлору і навіть виявляють стимулюючу дію, викликаючи розмноження мікрофлори [13].

На думку низки вітчизняних і закордонних авторів, такі способи знезаражування питної води, як озонування та обробка перекисом водню, позбавлені ряду недоліків, властивих хлоруванню [14-16].

Технологія озонування набула широкого застосування у всьому світі. Сьогодні існує більш ніж 1000 водопровідних станцій у Європі, США, Канаді, Японії та ін., на яких застосовується озонування як складова частина загального технологічного процесу підготовки води [17].

Особливістю озону є легкість його розпаду з утворенням атомарного кисню – одного з найбільш сильних окислювачів. Атомарний кисень знищує бактерії, спори, віруси, руйнує розчинені у воді органічні речовини. Це дозволяє використовувати озон не тільки для знезаражування, але і для дезодорації питної води, видалення токсичних органічних речовин. Надлишок озону, на відміну від хлору, не денатурує воду. При озонуванні мінеральний склад, лужність, рН води залишаються без змін [18].

Озонування, як і хлорування, не позбавлене недоліків. Озон є вибухонебезпечним і токсичним для людини реагентом, що вимагає надійного устаткування на станціях водопідготовки. Озонування більш дорогий, ніж хлорування, спосіб знезаражування води. Швидке розкладання озону в обробленій воді (20-30 хвилин) обмежує його застосування в якості кінцевого дезинфікуючого засобу. Ефективність знезаражування озоном істотно залежить

від якості води і технологічних параметрів процесу [19].

Недоліком озону, як окислювача, є також утворення побічних продуктів, які можуть впливати на здоров'я людини. Наприклад, деякі карбонільні сполуки, ідентифіковані серед продуктів озонування природних вод, проявляють мутагенну активність, але в значно меншій мірі, ніж сполуки хлору.

Практичний досвід застосування срібла і його препаратів з метою знезаражування і консервації питної води накопичувався людством протягом багатьох століть. Роботами вітчизняних і закордонних авторів був установлений високий бактерицидний ефект іонів срібла вже в концентрації 0,05 мг/л. Було показано, що срібло має широкий спектр антимікробної дії, пригнічуючи ріст бактерій і вірусів.

Найбільше поширення одержало використання електролітичного або анодорозчинного срібла. Електролітичне введення реагенту дозволяє автоматизувати процес знезаражування води, а іони, що утворюються при цьому на аноді, гіпохлорити і перекісні сполуки підсилюють бактерицидну дію анодорозчинного срібла.

Срібло має виражену післядію, що дозволяє консервувати воду на термін до 6 місяців і більше [20]. За сучасними уявленнями, іони срібла збираються клітинною оболонкою і після досягнення надлишкової концентрації проникають у мікробну клітину. Іони срібла блокують функціональні групи основних ферментних систем клітини, розташованих у цитоплазматичній мембрані або в періплазматичному просторі.

Разом з тим срібло є дорогим і досить дефіцитним реагентом, на антимікробну дію срібла помітно впливають фізико-хімічні властивості оброблюваної води. Срібло не має спороцидної дії, але, на думку окремих авторів, проростання спор у присутності іонів срібла затримується. Віруліцидна дія іонів срібла виявляється тільки при високих концентраціях – 0,5-10 мг/л [17]. Необхідний бактерицидний ефект при концентрації срібла 0,06-0,1 мг/л досягається після експозиції 2-6 годин, а в ряді випадків – через 24 години [21].



Для знезаражування індивідуальних невеликих кількостей води можуть бути використані препарати йоду, що, на відміну від препаратів хлору, діють швидше, не погіршують органолептичні властивості води. Бактерицидний ефект забезпечується при концентрації 0,3-1,0 мг/л і експозиції 20-30 хвилин. Віруліцидна дія йоду залежить від температури води, рН, експозиції і відзначається в діапазоні концентрацій 0,5-2,0 мг/л.

До фізичних способів знезаражування питної води відноситься використання ультрафіолетового та іонізуючого випромінювання, ультразвукових коливань, термічної обробки.

В даний час ультрафіолетове випромінювання (УФВ), що має бактерицидну, віруліцидну і спороцидну дію, та знайшло широке застосування в практиці знезаражування природних вод. Показано, що УФВ з довжиною хвилі 250-260 нм володіє найбільшою антимікробною дією.

Загибель мікроорганізмів під дією УФВ з довжиною хвилі 50-260 нм відбувається за рахунок незворотних ушкоджень бактеріальної ДНК. Основними мішенями при цьому є азотисті основи нуклеотидів – пурини і пиримідини.

Негативними сторонами знезаражування води УФВ є: залежність бактерицидного ефекту від каламутності і кольоровості оброблюваної води, виду мікроорганізмів, їхньої кількості, дози опромінення; відсутність надійного способу оперативного контролю за ефективністю знезаражування. Крім того, ефективна доза УФВ за інших рівних умов залежить від типу установки і, отже, необхідно перевіряти ефективність роботи устаткування в кожному конкретному випадку. До числа негативних особливостей способу відноситься і можливість осадження гумінових кислот, заліза і солей марганцю, що знаходяться у воді, на кварцовому чохлі ламп, що зменшує інтенсивність випромінювання. Дана технологія не має ефекту післядії, що допускає вторинний ріст бактерій в оброблюваній воді.

Застосуванню ультразвукових коливань (УЗК) для знезаражування питної води характеризується великою інтенсивністю коливань, що обумовлює його

фізико-хімічну і біологічну дію. Як джерело УЗК використовують різні п'єзоелектричні і магнітострикційні генератори.

УЗК виявляють згубну дію на найрізноманітніші мікроорганізми – патогенні і непатогенні, анаеробні й аеробні, вегетативні і спорові, а також руйнують продукти їхньої життєдіяльності. Ефективність бактерицидної дії УЗК залежить від цілого ряду обставин: параметрів даного фізичного фактора (інтенсивності, частоти коливань, експозиції); деяких фізичних особливостей середовища, морфологічних особливостей збудника (розмірів і форми бактеріальної клітини, наявності капсули, хімічного складу мембрани, віку культури) [17]. Бактерицидний ефект УЗК не залежить від мутності (у межах до 50 мг/л) і кольоровості води, що озвучується, поширюючись рівною мірою як на вегетативні, так і на спорові форми мікроорганізмів.

До переваг УЗК можна віднести наступні: широкий спектр антимікробної дії, відсутність негативного впливу на органолептичні властивості води, незалежність бактерицидної дії від основних фізико-хімічних параметрів води, можливість автоматизації процесу.

У якості комбінованих хімічних способів розглядаються використання хлору й озону, препаратів хлору з перекисом водню, іонами срібла і міді, перекису водню з озоном, іонами срібла і міді, а також ряд інших комбінацій. Дані технології дозволяють знизити концентрації застосовуваних реагентів, зменшити час обробки води отапченко [22, 23].

Для знезаражування питної води пропонуються комбіновані фізичні способи, зокрема, сполучення УФВ та УЗК, термічна обробка з УЗК або  $\gamma$ -випромінюванням, комплекс електричних впливів. Характерними недоліками комбінованих фізичних способів є відсутність післядії і способу оперативного контролю за ефективністю знезаражування води [24].

### **КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ**

1. Хімічні способи знезараження води;
2. Переваги та недоліки хлорування води;
3. Переваги та недоліки озонування води;

4. Суть методу олігодинамії;
5. Фізичні способи знезараження питної води;
6. Особливості ультрафіолетового випромінювання та використання ультразвукових коливань;
7. Комбіновані способи знезараження води.

## **Тема 7 Фізичні методи очистки води. Ультразвукова кавітація.**

### **Гідродинамічна кавітація. Електророзрядні методи**

- Ультразвукова кавітація.
- Гідродинамічна кавітація.
- Електророзрядні методи.

### **Принцип ультразвукового очищення**

Очищення відбувається за рахунок спільної дії різних нелінійних ефектів, що виникають в рідині під дією потужних ультразвукових коливань. Ці ефекти: кавітація, акустичні течії, звуковий тиск та звукокапілярний ефект, серед яких кавітація відіграє вирішальну роль. Кавітаційні бульбашки, пульсуючи і захлопуючись поблизу забруднень, руйнують їх. Цей ефект відомий як кавітаційна ерозія.

Основні види забруднень, які видаляються в процесі ультразвукового очищення, можна об'єднати в чотири групи:

- тверді і рідкі плівки — різні мастила, оливи, жири, пасти тощо;
- твердий осад — частинки металу чи абразиву, пил, нагар, водорозчинні неорганічні сполуки (накип, флюси) і водорозчинні або частково розчинні органічні сполуки (солі, цукор, крохмаль, білок тощо);
- продукти корозії — іржа, окалина тощо;
- захисні покриття, покриття для консервації та захисту — емалі, смоли тощо.

3 точки зору ультразвукового очищення забруднення поділяються за трьома ознаками:

- кавітаційною стійкістю, тобто здатністю витримувати мікроударні навантаження;
- міцністю зв'язку з поверхнею, що очищується, стійкістю до відшаровування;
- ступенем взаємодії з мийною рідиною, тобто за ступенем здатності цієї рідини розчиняти або емульгувати забруднення.

Ультразвукове очищення не слід застосовувати, коли кавітаційна стійкість поверхні, що очищається менша за стійкість забруднення. Наприклад, при видаленні пригарних плівок з алюмінієвих деталей існує велика ймовірність руйнування самих деталей.

Кавітаційно стійкі забруднення добре піддаються ультразвуковому очищенню тільки якщо вони слабо пов'язані з поверхнею або взаємодіють з мийним розчином. Покриття з лаку або фарби, окалина, окисні плівки зазвичай кавітаційно стійкі і добре пов'язані з поверхнею. Для ультразвукового очищення від таких забруднень потрібні досить агресивні розчини, тому що тут можлива дія тільки за третьому з перерахованих ознак.

Залежно від виду забруднень доцільно використовувати такі значення інтенсивності:

- до 1-3 Вт/см<sup>2</sup> — для забруднень, що легко видаляються;
- від 3 до 10 Вт/см<sup>2</sup> — для забруднень типу полірувальних і притиральних паст, полімеризованих мастил тощо;
- понад 10 Вт/см<sup>2</sup> — для забруднень, що важко видаляються (лакових плівок, травильних шлаків тощо).

Для очищення довгих каналів малого діаметру використовується високо-амплітудне очищення коливаннями з інтенсивністю до 100 Вт/см<sup>2</sup>.

### **Гідродинамічна кавітація**

Кавітація дослівно означає порожнина, каверна. Проте в техніці під кавітацією розуміється явище утворення в рухомому по поверхні твердого тіла потоці рідини порожнеч у вигляді бульбашок, смуг і мішків, заповнених парами, повітрям або газами, які розчинені в рідині і виділяються з неї. Це

явище обумовлене наступним. У рухомому з великою швидкістю потоці рідини, при його звуженні або наявності перешкоди на його шляху, тиск в ньому може впасти до тиску, відповідного тиску паротворення при даній температурі. При цьому, залежно від опору рідини розтягуючим зусиллям, може відбутися розрив, тобто порушення суцільності потоку. Порожнеча, що утворюється, заповнюється парою і газами, що виділилися з рідини. Повітря, що залучається до потоку, полегшує виникнення кавітації. Парогазові бульбашки, що утворилися, маючи розміри порядку десятих долей міліметра, переміщаючись разом з потоком, потрапляють в область високого тиску. Пара конденсується, гази розчиняються і в порожнечі, що утворилися, з величезним прискоренням спрямовуються частинки рідини. Відбувається супроводжуване ударом відновлення суцільності потоку.

Кавітація спостерігається в трубопроводах, на лопатках відцентрових і пропелерних насосів, на лопастях гідравлічних турбін і гребних гвинтів (судів). Явище кавітації викликає вібрації, стукоти і струси, що приводить до розхитування кріпильних зв'язків, обриву болтів, зім'яттю різьблення, порушенню ущільнень і втомним поломкам.

Кавітація знижує КПД машин і гребних гвинтів і викликає безпосереднє руйнування поверхонь деталей в зоні її дії. Передумови для настання і протікання кавітаційного зношування наступні. При замиканні до повного зникнення парогазових бульбашок у поверхні деталі вона піддається мікроскопічним гідравлічним ударами відповідно до схеми, показаної на рисунку 7.1.



Рисунок 7.1 – Схема гідравлічних ударів при скороченні кавітаційних бульбашок

Інтенсивність кавітаційного зношування залежить від температури, властивостей рідини і природи матеріалу деталей. Із збільшенням поверхневого натягнення зношування відбувається інтенсивніше. Введення у воду речовин, що знижують поверхнєве натягнення, знижує кавітаційне зношування. Найбільша інтенсивність зношування відповідає воді з температурою 50°C. Попередити кавітацію можна, проектуючи гідромеханічну систему так, щоб в усіх точках потоку тиск не опускався нижче за тиск паротворення. Тобто треба уникати різких звужень труб і уникати появи перешкод на шляху потоку. Проте можливість кавітації завжди слід враховувати [6-8].

### **Електророзрядні методи**

Сутність електрохімічних методів очищення води полягає в перетворенні електричної енергії, що вводиться в систему, в енергію хімічних реакцій, що протікають у розчині з великими швидкостями.

При електролізі водяних розчинів електролітів електрохімічні реакції протікають на межі розподілу: провідник першого роду (електроди) - провідник другого роду (електроліт). Основними факторами, що впливає на забруднення у воді, є наявність електричного поля та утворення в ході електродних реакцій нових продуктів, що ефективно видаляють домішки з води. У результаті в системі відбуваються складні фізико-хімічні зміни, що приводять до коагуляції колоїдних часток, формуванню нових фаз (твердої, газоподібної і рідкої), нейтралізації забруднень в окислювально-відновних реакціях і ін.

### **КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ**

1. Принцип ультразвукового очищення
2. Граничні умови використання ультразвукового очищення;
3. Фактори, що впливають на інтенсивність кавітаційного зношування;
4. Гідродинамічна кавітація;
5. Використання електророзрядних методів.

## Тема 8 Механізм впливу електромагнітного поля на властивості водних систем

У 1936 році бельгійський інженер Т.С. Вермейрен виявив, що при нагріванні води, яка перетнула силові лінії магнітного поля, на теплообмінній поверхні не утворюється накип. Ставлення до магнітної обробки води має полюсний характер. Одні відчайдушно вірять у магічні властивості омагніченої води, скептики - готові знайти найменші недоліки й зовсім не сприймають науково обґрунтованих фактів [23].

Як відомо, вода - одна з найзагадковіших речовин, відомих на сьогодні науці. Існує безліч теорій і гіпотез аномальних властивостей води. На сьогодні немає чіткого науково підтвердженого уявлення про структуру та властивості води. А у випадку магнітного впливу на воду взагалі відбуваються процеси, які традиційна наука пояснити не може [23].

Теорії щодо магнітного впливу можна поділити на колоїдні, іонні, водяні та динамічні.

Прихильники колоїдної теорії стверджують, що магнітне поле, діючи на воду, може руйнувати колоїдні частинки, які в ній присутні (рис. 8.1). Таким чином, центром кристалізації замість поверхонь труб стають ці частинки, що легко видаляються з потоку у вигляді шламу. Накип на поверхні труб не утворюється. Наявність іонів заліза інтенсифікує появу зародків кристалізації.

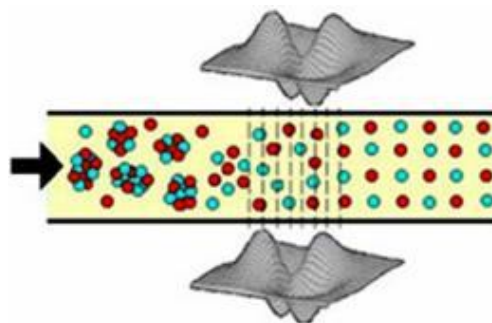


Рисунок 8.1 – Руйнування колоїдних частинок під дією магнітного поля

Прихильники йонної теорії пов'язують дію магнітного поля з гідратацією іонів. Вплив магнітного поля на воду та її домішки пояснюється поляризаційними явищами та деформацією іонів солей. Гідратація іонів при обробці зменшується, вони зближуються й утворюють кристалічну форму солі. Таким чином, замість твердого накипу у воді з'являється мігруючий тонкодисперсний шлам, який легко видаляється з поверхні трубопроводів [24].

Прихильники гіпотез водяної теорії припускають, що магнітне поле впливає безпосередньо на структуру асоціатів води (рис. 8.2). Це може привести до деформації водневих зв'язків або перерозподілу молекул води у тимчасових асоціативних утвореннях, що також тягне за собою зміну фізико-хімічних характеристик процесів, які перебігають у ній.

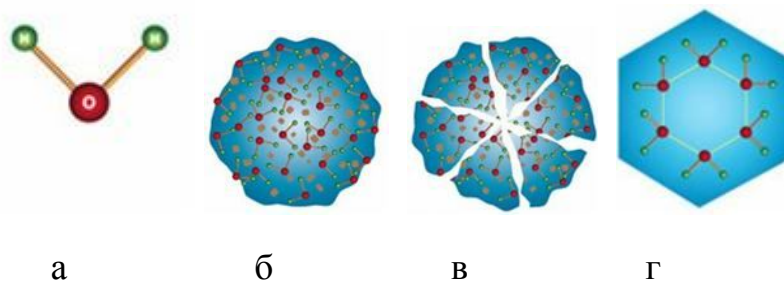


Рисунок 8.2 – Зміна структури асоціатів під дією магнітного поля:

а – молекула води, б, в – асоціати води,  
г – змінена структура води під дією магнітного поля

На сьогодні найбільш популярною є динамічна теорія. Потік в'язкої рідини зводиться, з молекулярно-кінетичної точки зору, до трансляційного руху йонів і молекул рідини в напрямку руху прикладеної сили. Вважають рідину механічною системою, яка складається з незалежних частинок (йонів) та молекул води, що знаходяться в тепловому русі. На заряджені домішки, що рухаються в потоці води під дією магнітного поля, діє сила Лоренца, яка намагається змінити траєкторію руху цих частинок - закручує навколо магнітних ліній. Виникає макроскопічний потік води: усю масу нейтральних молекул води «тягне» одночасно множина низькомолекулярних катіонів та аніонів, причому джерелом енергії слугує енергія електричного поля, а магнітне



поле виконує керуючі функції. Таким чином, під дією магнітного поля за рахунок ефекту Холла суттєву роль відіграють електричні поля, викликані електричним зарядом поверхні розділу фаз і сумарним об'ємним зарядом йонів.

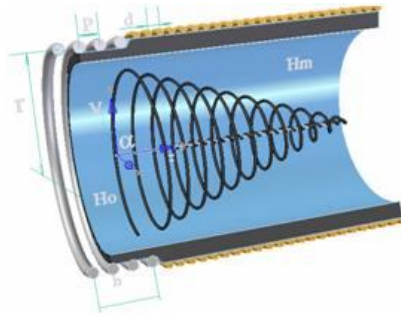


Рисунок 8.3 – Зміна траєкторії руху заряджених частинок у воді під дією магнітного поля

Підтвердити або спростувати одну з цих теорій сьогодні неможливо, але дослідження в цій галузі триває.

### КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ

1. Особливості впливу магнітного поля на структуру і властивості води.
2. Механізм впливу магнітного поля на стан водно-дисперсних систем.
3. Процес руйнування колоїдних частинок під дією магнітного поля.
4. Механізм зміни структури асоціатів під дією магнітного поля.

## СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

1. Антонченко В. Я. Основы физики воды / В. Я. Антонченко, А. С. Давыдов, В. В. Ильин. ; АН УССР. Институт теоретической физики. – Киев : Наукова думка, 1991. – 672 с.
2. Григорьева Л. С. Физико-химическая оценка качества и водоподготовка природных вод / Л. С. Григорьева. – Москва : Издательство Ассоциации строительных вузов, 2011. – 152 с.
3. Вода: эффекты и технологии / [В. В. Багров, А. В. Десятов, ..... Н. Н. Казанцева и др.] ; под. общ ред. А. В. Десятова. – М. : ООО НИЦ «Инженер», ООО «Онико-М», 2010. – 488 с.
4. Гончарук В. В. Перспективы развития фундаментальных и прикладных исследований в области физики, химии и биологии воды / В. В. Гончарук, О. В. Мамченко, Н. А Клименко. – Киев : НВП «Видавництво “Наукова думка” НАН України», 2011. – 408 с.
5. Савгіра Ю. О. Фізична та колоїдна хімія : навчальний посібник / Ю. О. Савгіра – Харків : ХДУХТ, 2006.– 162 с.
6. Скоробагатий Я. П. Фізична і колоїдна хімія та фізико-хімічні методи дослідження : навчальний посібник / Я. П. Скоробагатий, В. Ф. Федорко. – Львів : Компакт-ЛВ, 2005.– 248 с.
7. Киреев В. А. Курс физической химии / В. А. Киреев. – 6-е изд. – М. : Высшая школа, 1985. – 620 с.
8. Корінько І. В. Інноваційні технології водопідготовки : монографія / І. В. Корінько, Ю.О. Панасенко ; Харків. нац. акад. міськ. госп-ва. – Харків : ХНАМГ, 2012. – 208 с.
9. Гончарук В. В. Современное состояние проблемы обеззараживания воды / В. В. Гончарук, Н. Г. Потапченко // Химия и технология воды. – 1998. – № 2. – С.190 – 217.
10. Справочник по очистке природных и сточных вод / [Л. Л.Пасль, Я. Я. Кару, Х. А. Мельдер, Б. Н. Репин]. – М. : Медицина, 1994.– 204 с.
11. Кульский Л. А. Основы химии и технологии воды / Л. А. Кульский

– Киев : Здоровье, 1991.– 568 с.

12. Рахманин Ю. А. Совместное применение активного хлора и коагулянтов для очистки и обеззараживания питьевой воды / Ю. А. Рахманин, Р. А. Дмитриева, Т. В. Доскина // Гигиена и санитария. – 2004. – № 1. – С.449–458.

13. Биотехнология в подготовке питьевой воды / В. В. Гончарук, А. С. Гордиенко, Л. И. Глоба, П. И. Гвоздяк // Химия и технология воды. – 2003.– № 4. – С.363 – 374.

14. Жуков Н. Н. Озонирование воды в технологии водоподготовки / Н. Н. Жуков, В. Л. Драгинский, Л. П. Алексеева // Водоснабжение и санитарная техника. – 2000. – № 1. – С.2 – 4.

15. Самойлович В. Г. Передовые окислительные технологии. Современное состояние вопроса / В. Г. Самойлович // Информационный центр озонирования. – 1999. – Вып. 12. – С.35–40.

16. Improved Ozonation in Aqueous System / Nakayama S. Esaki K. Namba K. – Ozone Sci. Eng. – 1979. – Vol., № 2. – P.119-131.

17. Assesing ozonation research needs in water treatment / Singer P.C. – J. Amer. Water Works Assos. – 1990. – Vol. 82, № 10. – P.78 – 88.

18. Ozone for drinking water treatment : Handbook of ozone technology and application. – Ed. R. G. Rice, Netzer. Boston etc. : Ann. Arbor Science Publ Vol.2. 1984. – 378 p.

19. Мищук Н. А. Теоретический анализ процессов, протекающих при озонировании воды, содержащей органические вещества / Н. А. Мищук, В. В. Гончарук, В. Ф. Вакуленко // Химия и технология воды. – 2003. – № 1. – С.3 – 29.

20. Гигиеническая оценка электрохимического метода обеззараживания воды серебром / Г. М. Шмутер, П. В. Изотова, А. Л. Масленко, А. А. Фурман, Т. Т. Соболевская // Гигиена и санитария. – 1986. – № 12 - С.10 –11.

21. Кульский Л. А. Серебряная вода / Л. А. Кульский. – Киев:

Здоровье, 1987. – 104 с.

22. Томашевская И. П. Изучение антимикробного действия пероксида водорода в присутствии различных металлов / И. П. Томашевская, В. В. Илляшенко, В. Н. Косинова // Химия и технология воды. – 1994. – № 2. – С.203–209.

23. Е. Г. Сложенко Применение каталетической системы  $\text{H}_2\text{O}_2\text{-Fe}^{2+}$  ( $\text{Fe}^{3+}$ ) при очистке воды от органических соединений / Е. Г. Сложенко, Н. М. Соболева, В. В. Гончарук // Химия и технология воды. – 2004. – № 3. – С.219–246.

24. Совместное действие озона и ультрафиолетового излучения для обеззараживания воды / В. В. Гончарук, Н. Г. Потапченко, О. С. Савлук, В. Н. Косинова, А. Н. Сова // Химия и технология воды. – 2003. – №2. – С.179 – 190.

25. Душкин С. С. Физические методы водоподготовки : Учеб. пособие / С. С. Душкин. – Киев : УМК ВО, 1989. – 151 с.

26. Душкин С. С. Магнитная водоподготовка на химических предприятиях / С .С. Душкин, В. Н. Евстратов. – Москва : Химия, 1986. – 144 с.

*Навчальне видання*

**ДЕГТЯР** Марія Володимирівна

## **ФІЗИКА ВОДИ**

### **КОНСПЕКТ ЛЕКЦІЙ**

*(для студентів I курсу другого (магістерського) рівня за спеціальністю  
192 – Будівництво та цивільна інженерія, освітня програма «Водопостачання  
та водовідведення»)*

Відповідальний за випуск *Г. І. Благодарна*  
За авторською редакцією  
Комп'ютерне верстання *М. В. Дегтяр*

План 2016, поз. 70Л

---

Підп. до друку 02.09.2019. Формат 60 × 84/16.  
Друк на ризографі. Ум. друк. арк. 2,6  
Тираж 50 пр. Зам. №.

Видавець і виготовлювач:  
Харківський національний університет  
міського господарства імені О. М. Бекетова,  
вул. Маршала Бажанова, 17, Харків, 61002.  
Електронна адреса: rectorat@kname.edu.ua.  
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи:  
ДК № 5328 від 11.04.2017.